

Prova QFL 605
Química Geral - Noturno



Boa Prova!!!!!! 📄

Nome: Pedro Gigeck Freire

nUSP: 10737136

INSTRUÇÕES

- Solicito encarecidamente que vocês façam a prova individualmente sem discutir ou obter respostas dos colegas. Esta é uma boa oportunidade de vocês poderem na verdade se autoavaliarem.

- Responda cada questão em uma página ou mais se for o caso, mas se sobrar espaço na página, comece a próxima questão na página subsequente.

- Para as questões numéricas, mostre o desenvolvimento da resolução do problema.

- Caso a resolução for manuscrita, fotografe a resolução e cole como imagem no arquivo Word no item correspondente. Não serão aceitas resoluções de foto/imagem da página inteira da questão. Lembrem de converter o arquivo word em pdf (vide abaixo)

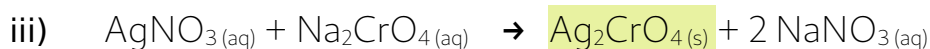
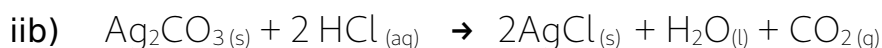
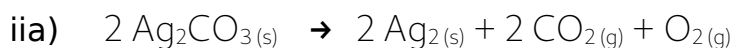
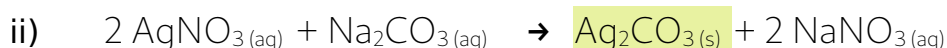
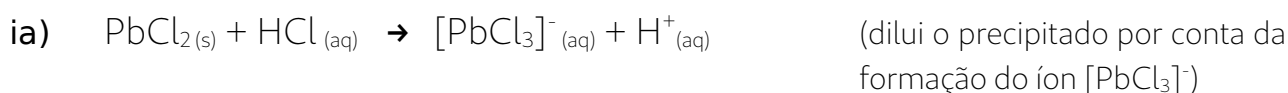
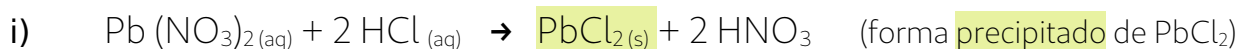
- Entreguem a prova em um único arquivo pdf.

- A entrega da prova no edisciplinas deverá ocorrer até a próxima segunda-feira (04/10).

1) Escreva as equações iônicas balanceadas das reações de precipitação resultante da mistura das soluções indicadas na primeira coluna. Escreva a equação da reação do precipitado (ppto) segundo as condições indicadas na segunda coluna e classifique o tipo de reação química.

Reação de Precipitação	Reação com o Precipitado (ppto)
i) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$ (diluído)	ia) ppto + $\text{HCl}(\text{aq})$ (concentrado)
ii) $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$	iiia) ppto + aquecimento
	iiib) ppto + $\text{HCl}(\text{aq})$
iii) $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CrO}_4(\text{aq})$	iiia) ppto + $\text{NH}_3(\text{aq})$ (sol. hidróxido de amônio)

Respostas:



2) Uma das características dos compostos de coordenação é a possibilidade de troca de ligantes que pode ser parcial ou total.

Nitrato férrico ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) foi dissolvido em 300 mL de água (béquer **A**) originando o aquo-complexo ($\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$) que possui 6 águas de coordenação.

Esta solução foi distribuída em três béqueres (**B**, **C**, **D**) cada um deles contendo 100 mL.

A cada um destes béqueres (**B**, **C**, **D**) foi adicionada solução de cianeto de potássio (KCN) em proporções que resultaram:

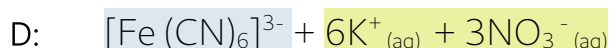
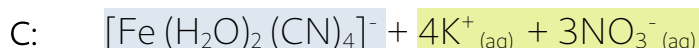
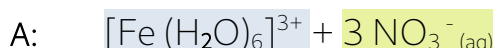
B: um complexo com 3 águas de coordenação e 3 ligantes cianeto.

C: um complexo com 2 águas de coordenação e 4 ligantes cianeto.

D: um complexo com 6 ligantes cianeto.

i) Escreva as fórmulas dos complexos formados em cada caso (**A**, **B**, **C**, **D**) indicando o contra-íon.

Legenda: Complexos - Contra-íons



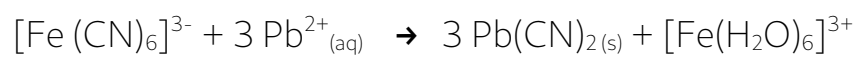
ii) Em qual destes béqueres deve ser observada a formação de um precipitado após a adição de $\text{KCN}(\text{aq})$? Justifique.

No béquer D, porque o composto de ferro já não apresenta águas de coordenação, dissociando a água do composto. Assim, o íon $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ formado vai se precipitar em estado sólido.

iii) Ao se adicionar íons chumbo (Pb^{2+})* os ligantes cianeto são retirados do complexo ocorrendo: **a)** precipitação de $\text{Pb}(\text{CN})_2$; e **b)** o aquo-complexo é restabelecido.

Escreva a equação iônica que representa este processo, para o caso da adição de Pb^{2+} ao béquer D.

*Íons $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ podem ser gerados no meio de reação, por exemplo, através da adição de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$ que é muito solúvel ou uma solução concentrada deste sal.



3A) Para uma amostra de 153,00 g de Cloridrato de Cocaína ($C_{17}H_{21}NO_4 \cdot HCl$):

i) Calcule o número de mols.

Calculando a Massa Molar:

Carbono:	$12 \cdot 17 = 204$
Hidrogênio:	$1 \cdot (21 + 1) = 22$
Nitrogênio:	$14 \cdot 1 = 14$
Oxigênio:	$16 \cdot 4 = 64$
Cloro:	$17 \cdot 1 = 17$
Total:	$204 + 22 + 14 + 64 + 17 = 321 \text{ g/mol}$

Calculando a proporção:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ equivale a } 321 \text{ g} \\ x \text{ mol} \text{ equivale a } 153 \text{ g} \end{array} \rightarrow x = 0,4766$$

Logo, o número de mols da amostra é de aproximadamente 0,48 mol.

ii) Calcule o número de mols de átomos de oxigênio contidos nesta amostra.

Como em cada molécula de Cloridrato de Cocaína há 4 átomos de oxigênio, então em cada mol de Cloridrato de Cocaína teremos 4 mols de átomos de oxigênio.

Vimos que há 0,48 mol de Cloridrato na amostra, portanto concluímos que na amostra há $0,48 \cdot 4 = 1,9$ mols de átomos de oxigênio.

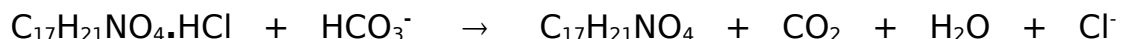
iii) Calcule a massa de HCl presente na amostra e a sua porcentagem em massa.

Sabemos que a massa molar de HCl é $1 + 17 = 18 \text{ g/mol}$.

E, como a massa molar do Cloridrato de Cocaína é 321 g/mol , calculamos que a porcentagem da massa que corresponde ao HCl é $\frac{18}{321} = 0,056 = 5,6\%$.

Assim, em 153 gramas de amostra, sabemos que há 5,6% de 153g = 8,58 gramas de HCl.

3B) Cloridrato de cocaína pode ser convertido em *crack* (cocaína “base livre”) pela reação com bicarbonato de potássio (KHCO_3), segundo a equação iônica:



Calcule a massa de bicarbonato de potássio necessária para neutralizar completamente o cloridrato de cocaína desta amostra de 153,00g.

Calculamos no item A) que nessa amostra há 0,48 mol de Cloridrato de Cocaína.

Assim, como a proporção na reação é de 1 para 1 (para cada molécula de Cloridrato, consome-se um íon HCO_3^-), serão necessário 0,48 mol de bicarbonato de potássio para a neutralização completa.

Vamos calcular a massa em 0,48 mol de KHCO_3

Massa molar:

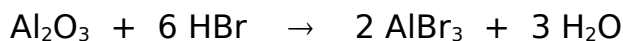
Potássio:	39,1
Hidrogênio:	1
Carbono:	12
Oxigênio:	$16 \cdot 3 = 48$
Total:	$39,1 + 1 + 12 + 48 = 100,1 \text{ g/mol}$

Número de mols: 0,48 mol

Massa: $100,1 \cdot 0,48 = 48,05 \text{ g}$

Portanto, serão necessários 48,05 gramas de bicarbonato de potássio para neutralizar a amostra de 153 gramas de Cloridrato de Cocaína.

4) Óxido de Alumínio (Al_2O_3 - Alumina) reage com ácidos fortes sendo convertido no respectivo sal e liberando água. Abaixo é mostrada a equação da reação de Alumina com Ácido Bromídrico (HBr):



Uma solução contendo 0,5 g de HBr foi adicionada a 1,0 g de Al_2O_3 :

i) Nesta reação qual é o reagente limitante? Justifique.

Vamos calcular o número de mols de cada reagente:

- HBr

Massa Molar: $1 + 79,9 = 80,9 \text{ g/mol}$

Massa: $0,5 \text{ g}$

Número de mols: $\frac{0,5}{80,9} = 0,0062 = 6,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Mas, como precisamos de 6 moléculas de HBr para produzir a reação, então temos

que dividir o número de mols disponível por 6, obtendo $\frac{6,2 \cdot 10^{-3}}{6} = 1,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de reagente disponível.

- Al_2O_3

Massa Molar: $2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol}$

Massa: 1 g

Número de mols: $\frac{1}{102} = 0,0098 = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Logo, o reagente limitante (aquele que limita a produção da reação por possuir menor número de mols) é o **Ácido Bromídrico**. Ou seja, o HBr “esgotaria” primeiro, e ainda “sobraria” Alumina como solvente.

ii) Calcule o número de mols de sal (AlBr_3) que é formado neste procedimento. Mostre os cálculos.

Como o Ácido Bromídrico é o reagente limitante, vamos considerar como quantidade de reagente os $6,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de HBr (calculados no item i).

Temos que para cada 6 moléculas de HBr são formadas 2 moléculas de AlBr_3 , analogamente, para cada 6 mols de HBr são produzidos 2 mols do sal.

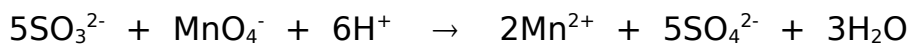
Assim, podemos calcular a proporção:

6 mol de HBr produz **2 mol** de AlBr_3

$6,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de HBr produz **$x \text{ mol}$** de AlBr_3 \rightarrow **$x = 2,07 \cdot 10^{-3}$**

Portanto, neste procedimento são formados **$2,07 \cdot 10^{-3}$** mols do sal AlBr_3 .

5) Íons sulfito reagem com íons permanganato em meio ácido segundo a equação:



A)

Uma solução contendo 1,0 g de Na_2SO_3 foi adicionada a uma solução contendo 0,5 g de KMnO_4 , sendo o meio reacional a seguir acidificado com H_2SO_4 .

i) Nesta reação qual é o reagente limitante? Justifique.

Vamos calcular o número de mols de cada reagente:

- Na_2SO_3

Massa Molar: $2 \cdot 23 + 32,1 + 3 \cdot 16 = 126,1 \text{ g/mol}$

Massa: 1 g

Número de mols: $\frac{1}{126,1} = 0,0079 = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Mas, como precisamos de 5 moléculas de Na_2SO_3 para produzir a reação, então temos que dividir o número de mols disponível por 5, obtendo

$$\frac{7,9 \cdot 10^{-3}}{5} = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol de reagente disponível.}$$

- KMnO_4

Massa Molar: $39,1 + 54,9 + 4 \cdot 16 = 158 \text{ g/mol}$

Massa: $0,5 \text{ g}$

Número de mols: $\frac{0,5}{158} = 0,0032 = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Portanto, como o número de mols dos 5 íons SO_3^{2-} é menor que o número de mols do íon MnO_4^- , então o reagente limitante é o íon sulfito, presente no reagente Na_2SO_3 .

ii) Calcule o número de mols de Mn^{2+} que é formado.

Calculamos que há $7,9 \cdot 10^{-3}$ mols de íon sulfito, que é o reagente limitante.

Além disso, sabemos que cada 5 mols de SO_3^{2-} produzem 2 mols de Mn^{2+} . Assim, podemos calcular o número de íons Mn^{2+} produzidos com base na proporção:

5 mol de SO_3^{2-} produz 2 mol de Mn^{2+}

$7,9 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ de SO_3^{2-} produz $x\text{ mol}$ de $\text{Mn}^{2+} \rightarrow x = 3,16 \cdot 10^{-3}$

Portanto, são formados $3,16 \cdot 10^{-3}$ mol de Mn^{2+} .

B) 100,00 mL de uma solução de Na_2SO_3 foram diluídos à 250,00 mL em balão volumétrico.

Alíquotas de 25,00 mL desta solução diluída de Na_2SO_3 foram tituladas com solução de KMnO_4 padrão de concentração $4,00 \times 10^{-3} \text{ M}$, sendo consumidos 12,50 mL (média de 3 titulações) para a obtenção do ponto de equivalência.

Determine a concentração da solução inicial de Na_2SO_3 .

Vamos calcular o número de mols de KMnO_4 que foram consumidos:

Foram consumidos 12,5 mL = 0,0125 L

Em cada litro, há $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de KMnO_4

Portanto, foram consumidos $0,0125 \cdot 4 \cdot 10^{-3} = 0,05 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-5}$ mols de KMnO_4

Sabemos que para cada mol de KMnO_4 são consumidos 5 mols de Na_2SO_3 , logo, na alíquota titulada haviam $5 \cdot 5 \cdot 10^{-5} = 2,5 \cdot 10^{-4}$ mols de Na_2SO_3 .

Assim, como haviam $2,5 \cdot 10^{-4}$ mols de Na_2SO_3 em uma alíquota de 25 mL, então na solução diluída (de 250 mL) há $2,5 \cdot 10^{-3}$ mols de Na_2SO_3 , pois o volume é 10 vezes maior.

Logo, na solução inicial tínhamos $2,5 \cdot 10^{-3}$ mols de soluto e 100 mL, resultando na

concentração de $\frac{2,5 \cdot 10^{-3} (\text{mol})}{0,1 (\text{L})} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.